

Pontrage n°13

Expériences illustrant la notion de forces pour les couples acide / base en solution aqueuse

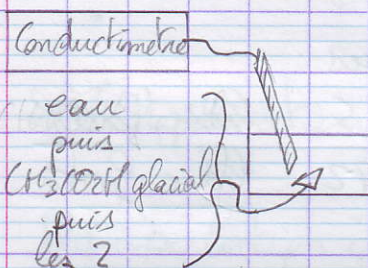
Introduction :

Bronsted au 19^e siècle a défini un couple acide base HA/A^- par l'échange entre les 2 espèces d'un proton H^+ selon l'équation : $HA \rightleftharpoons A^- + H^+$.

HA représente l'acide et A^- la base.



I Première approche :



On mesure la conductance de la solution

- eau : $G = 2,9 \mu S$
- CH_3CO_2H : $G = 0,1 \mu S$
- les 2 : $727 \mu S$

Relation conductance - acidité : Seuls les ions conduisent

Cl : Cette expérience montre que l'eau a libéré l'acidité de CH_3CO_2H .

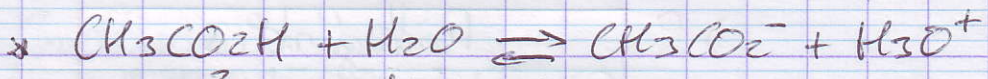


la notion d'acidité est directement liée au solvant

II Notion de force :

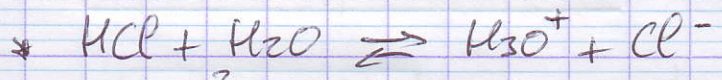
On mesure le pH de différentes solutions :

$$R = [H_3O^+] = 10^{-pH} ; \alpha = \frac{R}{C}$$



$c = 10^{-2} \text{ mol/L}$; $\text{pH} = 3,67$
 $\Rightarrow \alpha = 10^{-1,7} \approx 1$

cl : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ n'est pas totalement dissocié



$c = 10^{-2} \text{ mol/L}$; $\text{pH} = 2,03$
 $\Rightarrow \alpha \approx 1$

cl : HCl est totalement dissocié

* On va comparer leur base conjuguée

eau + B.B

CH_3CO_2^-
 le B.B réagit en solution basique

Cl^-

pas d'influence la base conjuguée d'un acide fort est inerte.

* Même étude avec les bases :

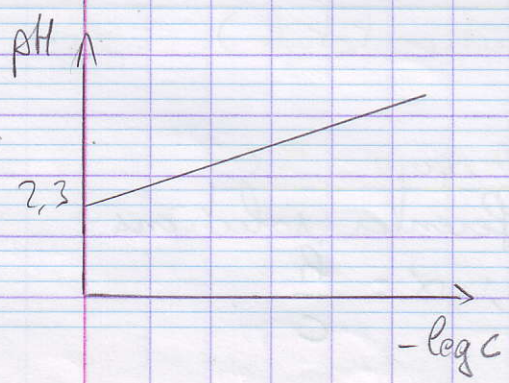
NH_3 $10^{-2} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 10,5$ base faible
 NaOH $10^{-2} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 11,72$ base forte

III Influence de la concentration.

1) Pour un acide faible.

On mesure les pH des solutions de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ de différentes concentrations

c	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}
pH	3,9	3,67	2,84
$\alpha = \frac{R}{c}$	0,12		0,014



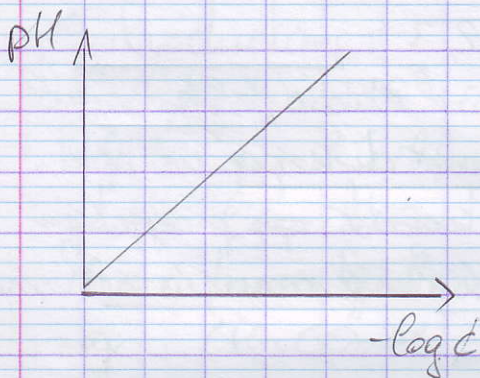
$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pKa} - \frac{1}{2} \log c$ (pKa = 4,6)

Plus c diminue, plus α augmente.
 Plus la dilution augmente, plus l'acide se comporte en acide fort

2) Pour un acide fort:

les mesures sont
faites pour une
solution de HCl

c	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}
pH	3		1,1



$$\boxed{\text{pH} = -\log c} \quad (\text{pKa} < 0)$$

la pente de la droite est plus
grande et elle passe par l'origine

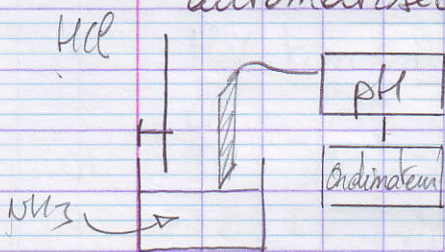
Conclusion:

acide fort	H_3O^+	CH_3CO_2^-	NH_4^+	H_2O	base forte	
	0	4,6	9,07	14		pKa
	H_2O	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	NH_3	OH^-		

Automatiser

IV Application: Etude de la basicité potentielle de NH_3


Manipulation à enclencher au début du TP car elle est automatisée. (HCl coule goutte à goutte)



$\Rightarrow V_{\text{HCl eq}} = 19,4 \text{ ml} ; \text{pH} = 4,92$
la basicité de l'ammoniac a été
révélé par l'acide.

Cl: la base faible à capter tous les H^+ libérés par
l'acide fort. (réaction totale)

On détermine $\text{pKa} = \text{pH}_{1/2 \text{equiv}} = 9,07$



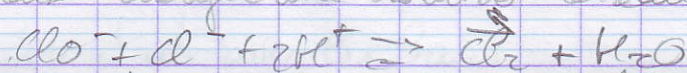
Conclusion :

Grâce à la valeur du pKa, on peut classer les couples acide / base :

Plus le pKa est petit, plus l'acide est fort.

Si on ajoute de l'eau dans l'acide (H₂SO₄), celle-ci moins dense reste en surface. Donc il y a un petit volume qui est chauffé très fortement \Rightarrow projection.
Si on fait l'indense l'échauffement sera homogène dans tout le volume.

Ne jamais acidifier une solution d'eau de javel car



Donc on neutralise Cl₂ par la soude (Cl₂ soluble)